А. Владин

ХИМИЯ

Заметки по курсу общей химии для решения типовых заданий.

Выборг 2024

Содержание

1 Заметки по химии

1.1 Основные понятия химии.

Моль (от лат. moles – масса), единица количества вещества. Один моль вещества содержит столько же тождественных структурных частиц, сколько атомов содержится в 12 граммах нуклида ^{12}C, а именно постоянной величине N_A - называемой числом Авогадро **(постоянная Авогадро)**.

$$N_A = 6,02214076 \cdot 1023 \text{ моль}^{-1}$$

Число частиц данного вещества N можно найти по формуле:

$$N = n \cdot N_A \tag{1}$$

Где n - количество вещества в молях.

Закон Авогадро - равные объёмы различных (идеальных) газов при одинаковой температуре и давлении содержат одинаковое число молекул.

Следствие из закона Авогадро - 1 моль любого (идеального) газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 литра.

Нормальные условия - стандартные физические условия, в которых обычно рассматривают свойства вещества, определены следующим образом: температура $T = 273,15K$ $(0°C)$, атмосферное давление $p = 1$ атм $= 101325$ Па $= 760$ мм рт.ст. При указанных условиях 1 моль идеального газа занимает объем 22,4 литра.

Молярная масса M – это масса одного моль вещества, измеряется в кг/моль.

$$M = \frac{m}{n} \tag{2}$$

Где m - масса вещества (кг).

Выразив из формулы (2) количество вещества n и подставив его в формулу (1) получим:

$$N = \frac{m}{M} \cdot N_A \tag{3}$$

1.2 Сводка формул для выражения концентраций.

Таблица формул для пересчёта концентрации раствора.

	Массовая доля	Молярность	Нормальность	Титр
	ω, *доли*	C, *моль/л*	$C_{\text{Н}}$, *моль-экв/л*	T, *г/мл*
ω	$\omega = \frac{m}{m_{\text{р-ра}}}$	$\omega = \frac{C \cdot M}{\rho}$	$\omega = \frac{C_{\text{Н}} \cdot M \cdot f}{\rho}$	$\omega = \frac{T \cdot 1000}{\rho}$
C	$C = \frac{\omega \cdot \rho}{M}$	$C = \frac{n_{\text{в}}}{V_{\text{р}}}$	$C = C_{\text{Н}} \cdot f$	$C = \frac{T \cdot 1000}{M}$
$C_{\text{Н}}$	$C_{\text{Н}} = \frac{\omega \cdot \rho}{M \cdot f}$	$C_{\text{Н}} = \frac{C}{f}$	$C_{\text{Н}} = \frac{n_{\text{в}}}{f \cdot V_{\text{р}}}$	$C_{\text{Н}} = \frac{T \cdot 1000}{f \cdot M}$
T	$T = \frac{\omega \cdot \rho}{1000}$	$T = \frac{C \cdot M}{1000}$	$T = \frac{C_{\text{Н}} \cdot f \cdot M}{1000}$	$T = \frac{m}{V_{\text{р}} \cdot 1000}$

Примечание:

$\omega = \frac{\omega\%}{100\%}$

m - масса вещества, ***грамм***.

$m_{\text{р-ра}}$ - масса раствора, ***грамм***.

M - молярная масса вещества, ***грамм/моль***.

ρ - плотность раствора, ***грамм/литр***.

ρ *(г/л)* $= 1000 \cdot \rho$ *(г/мл)*

f - фактор эквивалентности вещества.

$n_{\text{в}}$ -количество вещества, ***моль***.

$V_{\text{р}}$ - объём раствора, ***литр***.

1.3 Понятие о квантовых числах.

Квантовые числа определяют значения физических величин, которые характеризуют квантовые системы (атомное ядро, атом, молекулу) и отдельные элементарные частицы.

Состояние электрона в атоме определяется четырьмя квантовыми числами, соответственно четырём степеням свободы электрона (3 степени свободы связаны с тремя координатами, определяющими пространственное положение электрона, а четвёртая, внутренняя, степень свободы — с его Спином). Для атома водорода и водородоподобных атомов эти квантовые числа образующие полный набор, следующие:

Главное квантовое число n определяет уровни энергии электрона и равно номеру периода элемента в таблице Менделеева.

Орбитальное (Азимутальное) квантовое число l характеризует размер и форму электронного облака (орбиты). В электронной формуле обозначается латинскими буквами:

$l = 0$ s - орбиталь
$l = 1$ p - орбиталь
$l = 2$ d - орбиталь
$l = 3$ f - орбиталь

Магнитное квантовое число m_l характеризует ориентацию электронного облака (орбиты) в пространстве.

Спиновое число (Магнитное спиновое) m_s характеризует возможные значения проекции спина электрона.

Краткая сводка о каждом квантовом числе представлена в таблице (см. след. страницу).

Таблица понятие о квантовых числах.

№	Название		Принимаемые значения	Что характеризует?
1	Главное	n	$1, 2, 3, \ldots, +\infty$	Энергетический уровень.
2	Орбитальное	l	$0, 1, 2, \ldots, (n-1)$	Форму орбитали, энергетический подуровень.
3	Магнитное	m_l	$-l, \ldots, -1, 0, 1, \ldots, l$	Ориентация орбитали в пространстве.
4	Спиновое	m_s	$-\frac{1}{2},\ \frac{1}{2}$	Собственный импульс электрона.

1.4 Электронные формулы атомов.

Система обозначений в электронной формуле атома: nl^x, где n - номер периода (цифра), l - орбитальное квантовое число (латинская буква), x - число электронов.

Таблица максимальная ёмкость орбиталей.

Подуровень	Количество электронов
s	**2**
p	**6**
d	**10**
f	**14**

Построение периода: В начале: s-элементы, в конце: p-элементы. В 4 и 5 периодах между ними помещаются d-элементы, в 6 и 7 периодах к ним добавляются f-элементы.

Пример электронная формула Скандия: ${}_{21}Sc\ \ 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,3d^1\,4s^2$

1.5 Валентность.

Валентность элемента количественно характеризует возможности его атомов взаимодействовать с другими атомами.

Номер группы (для большинства элементов) равен общему числу валентных электронов.

Спиновая валентность - число одиночных (неспаренных) валентных электронов атома.

1.6 Электронно-графические формулы атомов.

Пример заполнения электронно-графической формулы атома хлора:

↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑
$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^5$

1.7 Типы химических связей.

Электроотрицательность - свойство атомов притягивать к себе электроны. При химических реакциях электроны переходят или смещаются к атомам элементов, обладающих большей электроотрицательностью.

Ковалентная неполярная связь - это химическая связь образованная между атомами с одинаковой электроотрицательностью. Пример образования ковалентной связи в молекуле водорода:

$$H \cdot + \cdot H \rightarrow H : H$$

Ковалентная полярная связь - это химическая связь образованная между атомами, электроотрицательность которых незначительно отличается. Пример образование молекулы хлороводорода:

$$H \cdot + \cdot \underset{..}{\ddot{C}}l\!: \rightarrow H : \underset{..}{\ddot{C}}l\!:$$

В той части молекулы, где находится более электроотрицательный элемент, накапливается избыток отрицательного заряда, а где менее электроотрицательный элемент - избыток положительного заряда.

Ионная связь - химическая связь которая образуется при взаимодействии атомов элементов, электроотрицательности которых резко отличаются. Пример образование фторида натрия:

$$Na^0 + F^0 \rightarrow Na^+F^-$$

Донорно-акцепторная связь - один из способов образования химической ковалентной связи, осуществляется за счёт пары электронов одного атома (донора) и свободной (незаполненной) орбитали другого (акцептора).

Металлическая связь - тип связи атомов в кристаллических веществах, обладающих металлическими свойствами, характеризующийся взаимодействием свободных, делокализованных по всей кристаллической решетке электронов с катионами металла, находящимися в ее узлах.

1.8 Химическая кинетика.

Химическая кинетика – это область химии, которая изучает скорость химической реакции, а также факторы, влияющие на ее величину.

Схематичная химическая форма движения материи:

$$aA + bB \rightarrow cC + dD$$

где A и B - реагенты (исходные вещества), C и D - продукты реакции (конечные вещества).

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ:

$$V = k \cdot C_A^x \cdot C_B^y$$

где V – скорость химической реакции, k - константа скорости реакции, C_A и C_B - концентрации веществ A и B, x и y – частные порядки реакции по реагентам A и B (порядки реакции могут определены исключительно экспериментально).

Зависимость скорости реакции от температуры отображается формулой Вант-Гоффа:

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

где V - скорость реакции при указанной температуре (t_2 или t_1), γ - температурный коэффициент реакции.

Константа химического равновесия.

$$K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

где $[A], [B], [C], [D]$ - равновесные концентрации соответствующих газообразных и растворенных веществ (для реакции в растворе). Твёрдые вещества не включаются в правую часть, так как их концентрации считают постоянными.

1.9 Окислительно-восстановительные реакции.

Процессы в результате которых происходит переход или смещение валентных электронов от атомов с меньшей электроотрицательностью к атомам с большей электроотрицательностью, являются окислительно восстановительными реакциями.

Окислитель - частица, принимающая электроны.

Восстановитель – частица, отдающая электроны.

Окисление - процесс отдачи электронов.

Восстановление - процесс присоединения электронов.

Степень окисления определяется числом электронов, смещённых от одного атома элемента к другому атому элемента. В соединениях сумма абсолютных значений степеней окисления равна нулю.

Межмолекулярные реакции - атом-окислитель и атом-восстановитель входят в состав разных веществ.

Внутримолекулярные реакции - атом-окислитель и атом восстановитель, являясь атомами разных элементов, входят в состав одного и того же вещества.

Реакции диспропорционирования - происходят в результате окисления и восстановления одного и того же атома, находящегося в промежуточной степени окисления.

Реакции сопропорционирования - ОВР, в которых в процессе окисления и в процессе восстановления образуются одни и те же продукты.

1.10 Электролиз.

Электролиз расплавов на инертных электродах, разрядка ионов, входящих в состав электролита:

Катодный процесс: $Me^{n+} + ne^- = Me^0$

Анодный процесс: $X^{m-} - me^- = X^0$

Электролиз водных растворов веществ, возможность участия воды в электродных реакциях:

Катодный процесс: $2H_2O + 2e^- = H_2 + 2OH^-$

Анодный процесс: $2H_2O - 4e^- = O_2 + 4H^+$

Не участвуют в электродных реакциях: катионы металлов, у которых стандартный электродный потенциал $E^0 \leq -1,6$ В. Вместо указанных частиц участниками электродной реакции являются молекулы воды.

При электролизе водного раствора соли на электродах выделяются водород и кислород. **Водород** может выделяться на катоде в случае металлов с $E^0 < -1,6$ В. Выделение **кислорода** можно ожидать в тех случаях, когда в состав соли входят кислородосодержащие анионы.

1.11 Коррозийный гальванический элемент.

Анодный процесс: окисление металла с более отрицательной величиной электродного потенциала:

$$Me - ne^- = Me^{n+}$$

Катодный процесс: восстановление частиц, присутствующих в электролите на катоде (металл с менее отрицательным электродным потенциалом).

В кислых средах:

$$2H^+ + 2e^- = H_2$$

. В нейтральных и щелочных средах (влажный воздух, морская вода, почвенные воды нейтрального характера и т.п.):

$$O_2 + 2H_2O + 4e^- = 4OH^-$$

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

		Группы										
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
Периоды	1	1 H 1,008 Водород						(H)				2 He 4,00 Гелий
	2	3 Li 6,94 Литий	4 Be 9,01 Бериллий	5 10,81 B Бор	6 12,01 C Углерод	7 14,00 N Азот	8 16,00 O Кислород	9 19,00 F Фтор				10 Ne 20,18 Неон
	3	11 Na 22,99 Натрий	12 Mg 24,31 Магний	13 26,98 Al Алюминий	14 28,09 Si Кремний	15 30,97 P Фосфор	16 32,06 S Сера	17 35,45 Cl Хлор				18 Ar 39,95 Аргон
	4	19 K 39,10 Калий	20 Ca 40,08 Кальций	21 Sc 44,96 Скандий	22 Ti 47,90 Титан	23 V 50,94 Ванадий	24 Cr 52,00 Хром	25 Mn 54,94 Марганец	26 Fe 55,85 Железо	27 Co 58,93 Кобальт	28 Ni 58,69 Никель	
		29 63,55 Cu Медь	30 65,39 Zn Цинк	31 69,72 Ga Галлий	32 72,59 Ge Германий	33 74,92 As Мышьяк	34 78,96 Se Селен	35 79,90 Br Бром				36 Kr 83,80 Криптон
	5	37 Rb 85,47 Рубидий	38 Sr 87,62 Стронций	39 Y 88,91 Иттрий	40 Zr 91,22 Цирконий	41 Nb 92,91 Ниобий	42 Mo 95,94 Молибден	43 Tc 98,91 Технеций	44 Ru 101,07 Рутений	45 Rh 102,91 Родий	46 Pd 106,42 Палладий	
		47 107,87 Ag Серебро	48 112,41 Cd Кадмий	49 114,82 In Индий	50 118,69 Sn Олово	51 121,75 Sb Сурьма	52 127,60 Te Теллур	53 126,90 I Иод				54 Xe 131,29 Ксенон
	6	55 Cs 132,91 Цезий	56 Ba 137,33 Барий	57 La* 138,91 Лантан	72 Hf 178,49 Гафний	73 Ta 180,95 Тантал	74 W 183,85 Вольфрам	75 Re 186,21 Рений	76 Os 190,2 Осмий	77 Ir 192,22 Иридий	78 Pt 195,08 Платина	
		79 196,97 Au Золото	80 200,59 Hg Ртуть	81 204,38 Tl Таллий	82 207,2 Pb Свинец	83 208,98 Bi Висмут	84 [209] Po Полоний	85 [210] At Астат				86 Rn [222] Радон
	7	87 Fr [223] Франций	88 Ra 226 Радий	89 Ac** [227] Актиний	104 Rf [261] Резерфордий	105 Db [262] Дубний	106 Sg [266] Сиборгий	107 Bh [264] Борий	108 Hs [269] Хассий	109 Mt [268] Мейтнерий	110 Ds [271] Дармштадтий	
		111 [280] Rg Рентгений	112 [285] Cn Коперниций	113 [286] Nh Нихоний	114 [289] Fl Флеровий	115 [290] Mc Московий	116 [293] Lv Ливерморий	117 [294] Ts Теннесин				118 Og [294] Оганесон

* Лантаноиды

58 Ce 140 Церий	59 Pr 141 Празеодим	60 Nd 144 Неодим	61 Pm [145] Прометий	62 Sm 150 Самарий	63 Eu 152 Европий	64 Gd 157 Гадолиний	65 Tb 159 Тербий	66 Dy 162,5 Диспрозий	67 Ho 165 Гольмий	68 Er 167 Эрбий	69 Tm 169 Тулий	70 Yb 173 Иттербий	71 Lu 175 Лютеций

** Актиноиды

90 Th 232 Торий	91 Pa 231 Протактиний	92 U 238 Уран	93 Np 237 Нептуний	94 Pu [244] Плутоний	95 Am [243] Америций	96 Cm[247] Кюрий	97 Bk[247] Берклий	98 Cf[251] Калифорний	99 Es [252] Эйнштейний	100 Fm[257] Фермий	101 Md[258] Менделеевий	102 No [259] Нобелий	103 Lr [262] Лоуренсий

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

	H^+	Li^+	K^+	Na^+	NH_4^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Sr^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Pb^{2+}	Sn^{2+}	Cu^{2+}
OH^-		Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	Н	Н	Н
F^-	Р	М	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Р	Р	Р	–	Н	Р	Р
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	Р	Р
I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	Р	?	Р	Р	Н	Н	Н	М	?
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	–	–	–	Н	–	–	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HS^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	–	Н	?	?	М	Н	Н	Н	?	?
HSO_3^-	Р	?	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	–	Н	Р	Р
HSO_4^-	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	–	?	?	?	?	?	?	?	?	Н	?	?
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р
NO_2^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	М	?	?	?	?
PO_4^{3-}	Р	Н	Р	Р	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HPO_4^{2-}	Р	?	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	?	Н	?	Н	?	?	?	М	Н	?
$H_2PO_4^-$	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	Р	?	Р	Р	Р	?	–	?	?
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	?	Н
HCO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	Р	?	?	?	?	?	Р	?	?
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р	Р	–	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р
SiO_3^{2-}	Н	Н	Р	Р	?	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	?	Н	Н	?	?	Н	?	?
MnO_4^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	Р	?	?	?	?	?
$Cr_2O_7^{2-}$	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	?	Н	?	?	?	Р	?	?	Н	Н	М	?	Р
CrO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Н	?	?	?	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
ClO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	Р	Р	Р	Р	Р	?	Р
ClO_4^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	Р

«Р» – растворяется (> 1 г на 100 г H_2O); «М» – мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H_2O)

«Н» – не растворяется (меньше 0,01 г на 1000 г воды); «–» – в водной среде разлагается

«?» – нет достоверных сведений о существовании соединений

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ

Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H_2) Sb Bi Cu Hg Ag Pt Au

→ активность металлов уменьшается

Электроотрицательность (X) химических элементов по Л. Полингу[1]

№	Элемент	X	№	Элемент	X	№	Элемент	X
1	H	2,20	33	As	2,18	65	Tb	–
2	He	–	34	Se	2,55	66	Dy	1,22
3	Li	0,98	35	Br	2,96	67	Ho	1,23
4	Be	1,57	36	Kr	–	68	Er	1,24
5	B	2,04	37	Rb	0,82	69	Tm	1,25
6	C	2,55	38	Sr	0,95	70	Yb	–
7	N	3,04	39	Y	1,22	71	Lu	1,0
8	O	3,44	40	Zr	1,33	72	Hf	1,3
9	F	3,98	41	Nb	1,6	73	Ta	1,5
10	Ne	–	42	Mo	2,16	74	W	1,7
11	Na	0,93	43	Tc	2,10	75	Re	1,9
12	Mg	1,31	44	Ru	2,2	76	Os	2,2
13	Al	1,61	45	Rh	2,28	77	Ir	2,2
14	Si	1,90	46	Pd	2,20	78	Pt	2,2
15	P	2,19	47	Ag	1,93	79	Au	2,4
16	S	2,58	48	Cd	1,69	80	Hg	1,9
17	Cl	3,16	49	In	1,78	81	Tl	1,8
18	Ar	–	50	Sn	1,96	82	Pb	1,8
19	K	0,82	51	Sb	2,05	83	Bi	1,9
20	Ca	1,00	52	Te	2,1	84	Po	2,0
21	Sc	1,36	53	I	2,66	85	At	2,2
22	Ti	1,54	54	Xe	2,60	86	Rn	–
23	V	1,63	55	Cs	0,79	87	Fr	0,7
24	Cr	1,66	56	Ba	0,89	88	Ra	0,9
25	Mn	1,55	57	La	1,10	89	Ac	1,1
26	Fe	1,83	58	Ce	1,12	90	Th	1,3
27	Co	1,88	59	Pr	1,13	91	Pa	1,5
28	Ni	1,91	60	Nd	1,14	92	U	1,7
29	Cu	1,90	61	Pm	–	93	Np	1,3
30	Zn	1,65	62	Sm	1,17	94	Pu	1,3
31	Ga	1,81	63	Eu	–			
32	Ge	2,01	64	Gd	1,20			

[1] Данные из справочного издания: CRS Handbook of Chemistry and Physics, 87th Edition / Ed. D. R. Lide. – Taylor & Francis: CRC Press, 2007. – P. 9.77.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы (по отношению к потенциалу стандартного водородного электрода)

Окисленная форма	Число полученных электронов	Восстановленная форма	φ^0,В
Li^+	1	Li	–3,045
Rb^+	1	Rb	–2,925
K^+	1	K	–2,925
Cs^+	1	Cs	–2,923
Ba^{2+}	2	Ba	–2,900
Sr^{2+}	2	Sr	–2,880
Ca^{2+}	2	Ca	–2,870
Na^+	1	Na	–2,714
Mg^{2+}	2	Mg	–2,370
Al^{3+}	3	Al	–1,662
Mn^{2+}	2	Mn	–1,180
$2H_2O$(pH = 14)	2	$H_2 + 2OH^-$	–0,828
Zn^{2+}	2	Zn	–0,763
Cr^{3+}	3	Cr	–0,744
Fe^{2+}	2	Fe	–0,440
$2H^+$(pH = 7)	2	H_2	–0,414
Cd^{2+}	2	Cd	–0,403
Co^{2+}	2	Co	–0,277
Ni^{2+}	2	Ni	–0,250
Sn^{2+}	2	Sn	–0,136
Pb^{2+}	2	Pb	–0,126
$2H^+$(pH = 0)	2	H_2	0
Cu^{2+}	2	Cu	+0,337
$O_2 + 2H_2O$(pH = 14)	4	$4OH^-$	+0,401
I_2	2	$2I^-$	+0,536
Fe^{3+}	1	Fe^{2+}	+0,771
Hg^{2+}	2	2Hg	+0,798
Ag^+	1	Ag	+0,799
$O_2 + 2H_2O$(pH = 7)	4	$4OH^-$	+0,815
Hg_2^{2+}	2	Hg	+0,854
Br_2	2	$2Br^-$	+1,065
$O_2 + 4H^+$	4	$2\ H_2O$	+1,229
Cl_2	2	$2Cl^-$	+1,359
Au^{3+}	3	Au	+1,500
SO_4^{2-}	2	$S_2O_8^{2-}$	+2,010
F_2	2	$2F^-$	+2,870